

Dégradation des matériaux : Corrosion

Références :

Chapitre 8 p. 324-391



Plan

- Introduction
- Corrosion des métaux
  - Aspects électrochimiques
  - Vitesse de corrosion
  - Passivité
  - Formes de corrosion
  - Prévention de la corrosion
- Corrosion des matériaux céramiques
- Dégradation des polymères
  - Gonflement et dissolution
  - Rupture de liaisons



Introduction

- Destruction, modification des propriétés en conditions ambiantes ou d'utilisation.
- Coûte des milliards de dollars par an.
- Métaux Réactions électrochimiques - corrosion ou oxydation
- Polymères
- Céramique

} Réactions chimiques



Introduction

- Accidents
- Contamination
- Insalubrité
- Économie polulaire



Introduction

Si la corrosion était un phénomène simple à maîtriser, elle n'existerait plus depuis longtemps!







Motivations

- Motivations : connaître les types de corrosion afin de prendre des mesures préventives :
- Modifier le milieu ambiant;
- Choisir un matériau moins réactif;
- Protéger le matériau;
- Prévoir la vie des matériaux en milieux corrosifs.



Objectifs

- Décrire les différents types de corrosion.
- Calculer le potentiel d'une cellule et indiquer le sens et le type de réaction électrochimique.
- Déterminer la vitesse d'oxydation d'un métal.
- Énumérer des mesures de protection contre la corrosion.
- Expliquer quelles sont les dégradations souffertes par les polymères.
- Expliquer pourquoi les céramiques sont très résistantes à la corrosion.



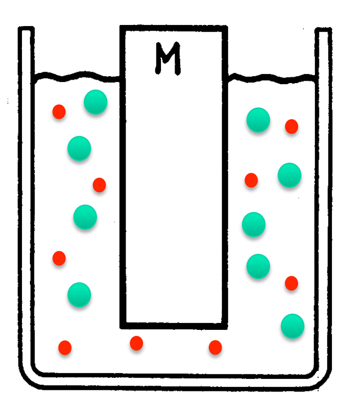
Plan

- Introduction
- Corrosion des métaux
  - Aspects électrochimiques
  - Vitesse de corrosion
  - Passivité
  - Formes de corrosion
  - Prévention de la corrosion
- Corrosion des matériaux céramiques
- Dégradation des polymères
  - Gonflement et dissolution
  - Rupture de liaisons



Aspects électrochimiques

Corrosion = phénomène électrochimique
- Réaction chimique
- Transfert d'électrons entre 2 espèces chimiques



Phénomène d'oxydation
Perte d'électrons (e^-) de l'atome métallique (M)
Réaction d'oxydation :

$$M \rightarrow M^{n+} + ne^-$$

$$\text{exemples : } \begin{cases} Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^- \\ Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^- \end{cases}$$

Lieu de l'oxydation se nomme l'anode d'où le nom de réaction anodique.

Phénomène de réduction
Pour garder la neutralité électrique, les électrons libérés doivent être transférés à une autre espèce chimique => cathode (réaction cathodique).



Corrosion généralisée en milieu acide

Réaction anodique

$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$$

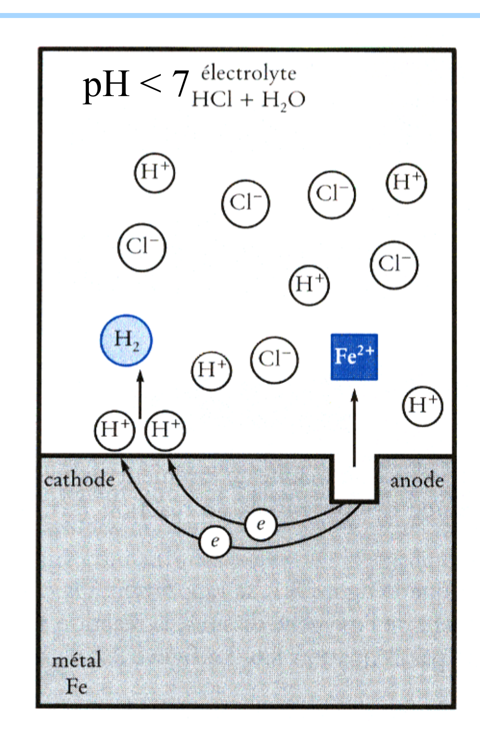
Réaction cathodique

$$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$$

Réaction globale

$$Fe + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2$$

Dégagement de H_2



Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



Corrosion généralisée en milieu acide + O_2

Réaction anodique

$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$$

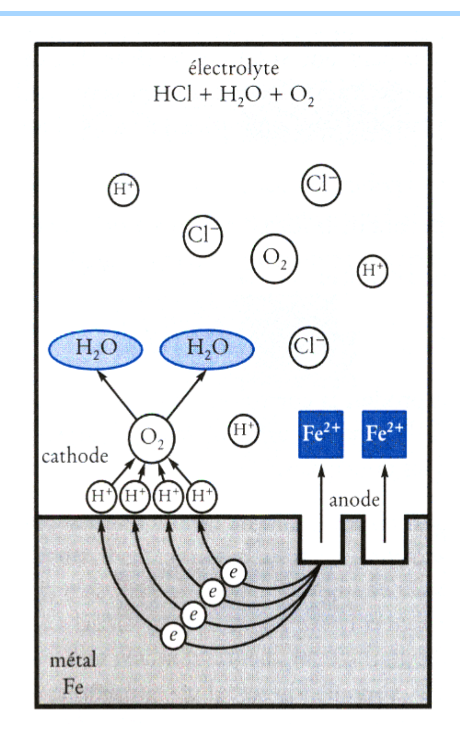
Réaction cathodique

$$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$$

Réaction globale

$$2Fe + O_2 + 4H^+ \rightarrow 2Fe^{2+} + 2H_2O$$

La solution s'enrichit en H_2O



Source: *Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot*



Milieu basique ou neutre + O_2

Réaction anodique

$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$$

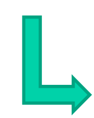
Réaction cathodique

$$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4(OH)^-$$

Réaction globale $2Fe + O_2 + 2H_2O \rightarrow 2Fe(OH)_2$

Hydroxyde ferreux (instable)

$$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$$



$$2Fe(OH)_2 + H_2O + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow 2Fe(OH)_3$$



Formation d'hydroxyde ferrique (= rouille)

Bilan : réactions d'oxydo-réduction

Réactions anodiques

$$M \rightarrow ne^- + M^{n+}$$

EX. $Fe \rightarrow 2e^- + Fe^{2+}$

$Zn \rightarrow 2e^- + Zn^{2+}$

Réactions cathodiques

$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ *Solution acide : dégagement de H_2*

$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$ *Réduction de O_2 : solutions acides*

$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4(OH)^-$ *Réduction de O_2 : solutions neutres ou basiques*

$M^{n+} + ne^- \rightarrow M$ *Dépôt métallique Electrolyte = eau pure*



Électrode réversible

Réactions oxydoréduction

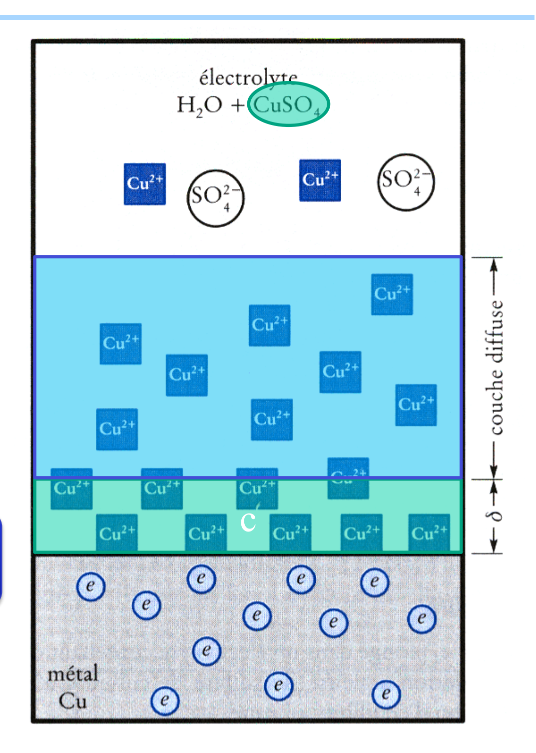
$$Cu \underset{red}{\overset{oxy}{\Leftrightarrow}} Cu^{2+} + 2e^-$$

Introduction du métal dans l'électrolyte



Couche de Helmholtz — Double couche d'ions positifs (e = qq nm)

Couche diffuse — $[Cu^{2+}]_{cd} > [Cu^{2+}]_{elec}$



Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



Relation de Nernst

Relation de Nernst

Potentiel s'établissant entre le métal et son électrolyte
(cas d'une électrode réversible)

$$E = E_0 - \frac{RT}{nF} ln\left(a_{M^{n+}}\right)$$

À 25ºC
(298 K)

$$E = E_0 - \frac{0.059}{n} log\left[M^{n+}\right]$$

E_0 : potentiel "normal" du métal

R : Constante molaire des gaz $\left(8.31442\ J/(mol.K)\right)$

T : Température absolue (Kelvins)

F : Constante de Faraday $\left(96500\ C\right)$

n : nombre d'électrons de valence

$a_{M^{n+}}$: activité des ions M^{n+} dans l'électrolyte

$\left[M^{n+}\right]$: concentration molaire en ions M^{n+}



Mesure du potentiel d'un métal

- En pratique, il est impossible de mesurer directement le potentiel d'équilibre qui s'établit entre le métal et la solution car la sonde de mesure serait aussi le siège d'une réaction électrochimique.

- Standardise donc à l'aide de deux demi-piles jumelées.



Electrode standard à hydrogène

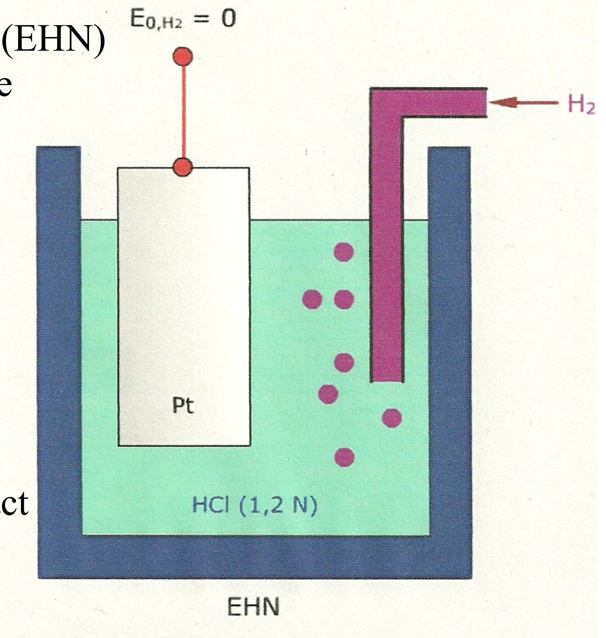
Electrode à hydrogène normal (EHN)
Electrode standard à hydrogène

$$H_2 \Leftrightarrow 2H^+ + 2e^-$$

Par convention

$E_{o,H2}=0$

Fond poreux pour avoir contact électrique quand celle-ci sera dans un autre électrolite.

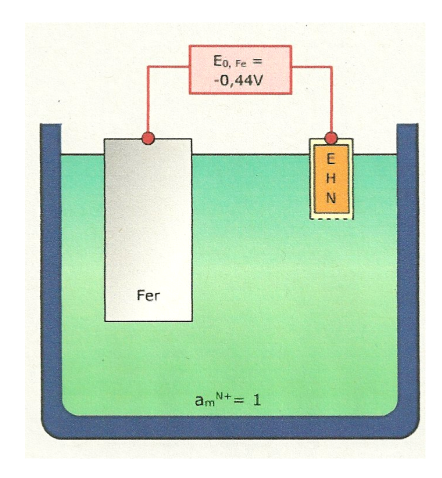


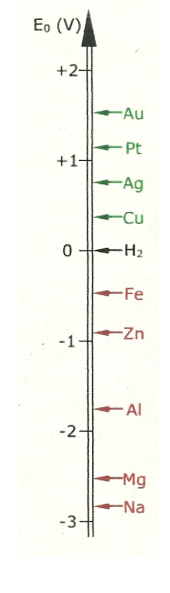
Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot

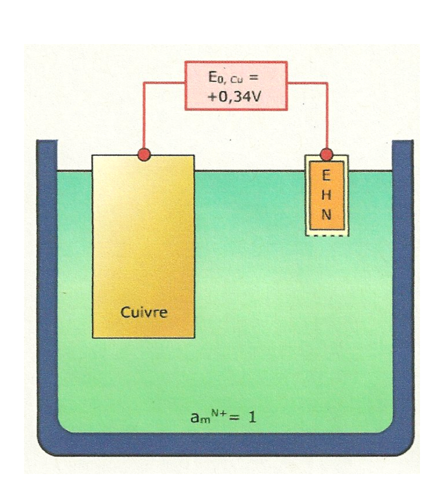


Electrode standard à hydrogène

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot







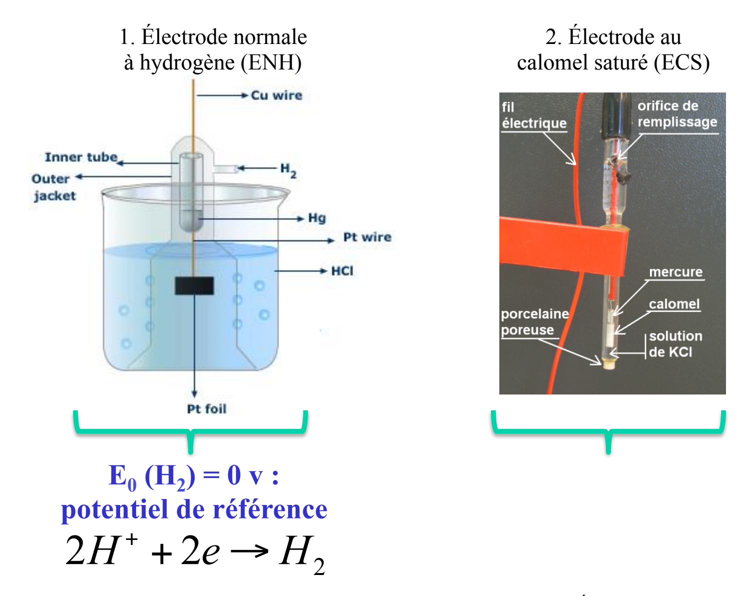
Fer anodique par rapport à H_2

Cuivre cathodique par rapport à H_2

ÉTS Le génie pour l'industrie
MEC-200

Mesure du potentiel d'un métal

Les tensions mesurées entre l'anode et la cathode ne représentent que des différences de potentiel électrique (ddp). Intérêt de fixer un point de référence => utilisation d'une électrode de référence.



E_0 (H_2) = 0 v : potentiel de référence

$$2H^+ + 2e \rightarrow H_2$$

http://fr.wikipedia.org/wiki/Électrode_au_calomel_saturée_en_KCl



MEC-200

Série des potentiels standard d'équilibre

Conditions expérimentales :
T = 25ºC
ENH

Réaction	Potentiel standard d'équilibre E_H (V)
$Au \rightleftarrows Au^{3+} + 3e$	+1,50
$2\ H_2O \rightleftarrows O_2 + 4\ H^+ + 4e$	+1,23
$Pt \rightleftarrows Pt^{2+} + 2e$	+1,19
$Ag \rightleftarrows Ag^+ + e$	+0,80
$4\ OH^- \rightleftarrows O_2 + 2\ H_2O + 4e$	+0,40
$Cu \rightleftarrows Cu^{2+} + 2e$	+0,34
$H_2 \rightleftarrows 2H^+ + 2e$	0
$Pb \rightleftarrows Pb^{2+} + 2e$	−0,13
$Sn \rightleftarrows Sn^{2+} + 2e$	−0,14
$Ni \rightleftarrows Ni^{2+} + 2e$	−0,25
$Cd \rightleftarrows Cd^{2+} + 2e$	−0,40
$Fe \rightleftarrows Fe^{2+} + 2e$	−0,44
$Cr \rightleftarrows Cr^{3+} + 3e$	−0,74
$Zn \rightleftarrows Zn^{2+} + 2e$	−0,76
$Al \rightleftarrows Al^{3+} + 3e$	−1,67
$Mg \rightleftarrows Mg^{2+} + 2e$	−2,37
$Na \rightleftarrows Na^+ + e$	−2,71

Cathodique

Anodique

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



Comment prévoir ce qui va se passer avec deux métaux

Réaction	Potentiel standard d'équilibre E_H (V)
$Au \rightleftarrows Au^{3+} + 3e$	+1,50
$2\,H_2O \rightleftarrows O_2 + 4\,H^+ + 4e$	+1,23
$Pt \rightleftarrows Pt^{2+} + 2e$	+1,19
$Ag \rightleftarrows Ag^+ + e$	+0,80
$4\,OH^- \rightleftarrows O_2 + 2\,H_2O + 4e$	+0,40
$Cu \rightleftarrows Cu^{2+} + 2e$	+0,34
$H_2 \rightleftarrows 2H^+ + 2e$	0
$Pb \rightleftarrows Pb^{2+} + 2e$	−0,13
$Sn \rightleftarrows Sn^{2+} + 2e$	−0,14
$Ni \rightleftarrows Ni^{2+} + 2e$	−0,25
$Cd \rightleftarrows Cd^{2+} + 2e$	−0,40
$Fe \rightleftarrows Fe^{2+} + 2e$	−0,44
$Cr \rightleftarrows Cr^{3+} + 3e$	−0,74
$Zn \rightleftarrows Zn^{2+} + 2e$	−0,76
$Al \rightleftarrows Al^{3+} + 3e$	−1,67
$Mg \rightleftarrows Mg^{2+} + 2e$	−2,37
$Na \rightleftarrows Na^+ + e$	−2,71

$$M_1 \rightarrow M_1^{n+} + ne^- \qquad -V_1^0$$

$$M_2^{n+} + ne^- \rightarrow M_2 \qquad +V_2^0$$

$$M_1 + M_2^{n+} \rightarrow M_1^{n+} + M_2$$

$$\Delta V^0 = V_2^o - V_1^o$$



Application numérique

La moitié d'une cellule électrochimique consiste en une électrode de nickel pur baignant dans une solution d'ions Ni^{2+} et l'autre moitié est une électrode de cadmium immergée dans une solution de Cd^{2+}.

a) Dans l'hypothèse où il s'agit d'une cellule standard, indiquez par écrit la réaction spontanée globale et calculez la tension produite.

b) Calculez le potentiel de la cellule à 25 °C lorsque les concentrations de Cd^{2+} et de Ni^{2+} sont respectivement de 0,5 *M* et de 10^{-3} *M*. La direction de la réaction spontanée demeure-t-elle la même que celle de la cellule standard ?

Source: Science et Génie des Matériaux W.D. Callister



Série Galvanique

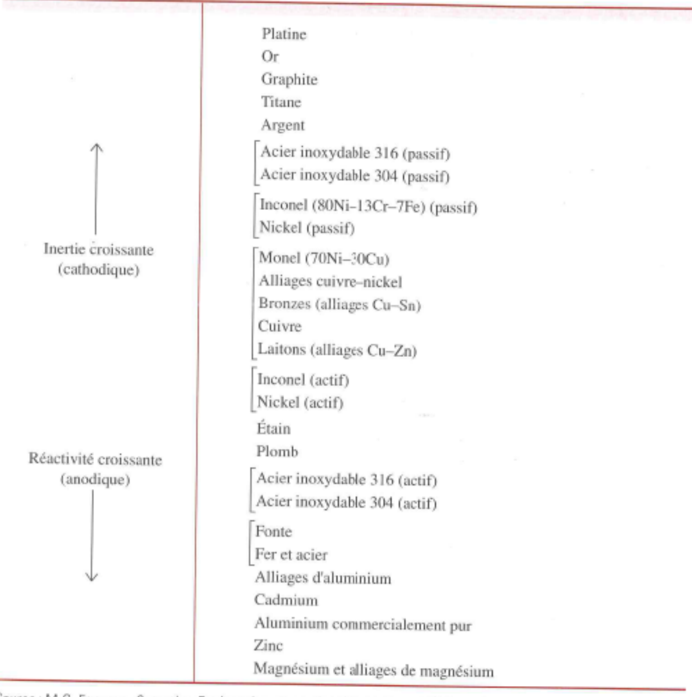


TABLEAU 18.2 Série galvanique.

↑ Inertie croissante (cathodique)	Platine
	Or
	Graphite
	Titane
	Argent
	[Acier inoxydable 316 (passif)
	[Acier inoxydable 304 (passif)
	[Inconel (80Ni–13Cr–7Fe) (passif)
	[Nickel (passif)
	[Monel (70Ni–30Cu)
	[Alliages cuivre–nickel
	[Bronzes (alliages Cu–Sn)
	[Cuivre
	[Laitons (alliages Cu–Zn)
	[Inconel (actif)
	[Nickel (actif)
	Étain
	Plomb
	[Acier inoxydable 316 (actif)
	[Acier inoxydable 304 (actif)
	[Fonte
	[Fer et acier
	Alliages d'aluminium
	Cadmium
	Aluminium commercialement pur
	Zinc
Réactivité croissante (anodique) ↓	Magnésium et alliages de magnésium

Source : M.G. Fontana, *Corrosion Engineering*, 3ᵉ éd. © 1986, McGraw-Hill Book Company. Reproduction autorisée.

Source: Science et Génie des Matériaux W.D. Callister



Plan

- Introduction
- Corrosion des métaux
  - Aspects électrochimiques
  - Vitesse de corrosion
  - Passivité
  - Formes de corrosion
  - Prévention de la corrosion
- Corrosion des matériaux céramiques
- Dégradation des polymères
  - Gonflement et dissolution
  - Rupture de liaisons

Cinétique de la corrosion

Vitesse de corrosion : $\frac{m}{t} = f(courant)$

Loi de Faraday

$$m = \frac{Ai_{corr}t}{nF}$$

Perte en masse de métal de l'anode (g)

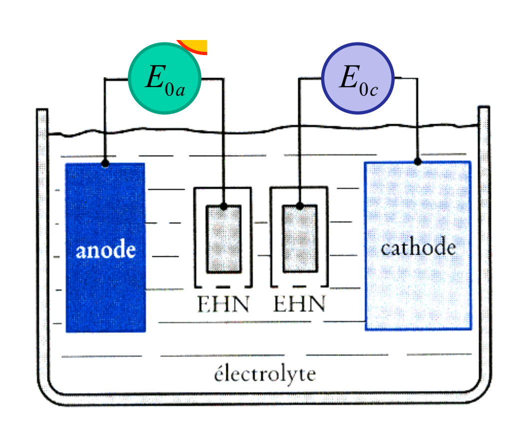
A : masse atomique (g/mole)
I_{corr} : courant de corrosion (A)
t : temps (secondes)
n : nombre d'électrons de valence du métal

Si la dissolution est uniforme,
alors i_{corr} devient la densité de courant (A/dm^2)
m/t est exprimée en perte d'épaisseur par année : *e/t* (mm/a)
m/t la perte de masse par dm^2 par jour (mg/(dm^2 x j))

Ex.
Vitesse de corrosion de l'acier dans l'eau de mer stagnante :
0.15 mm/année

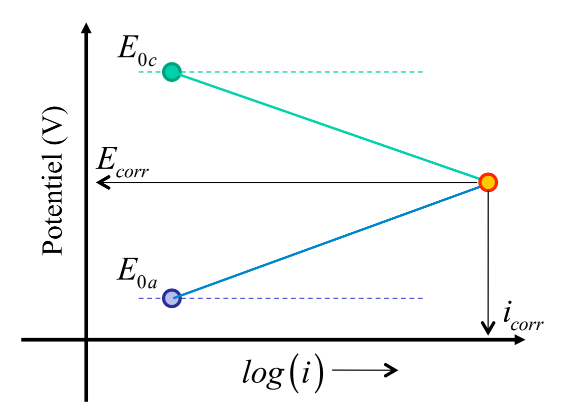


Montage pour courbes de polarisation



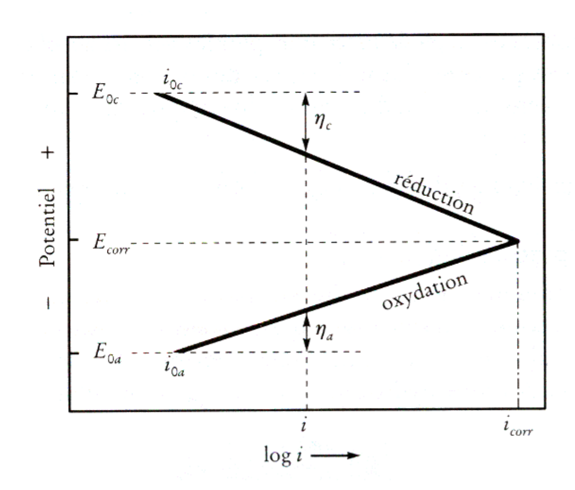
Circuit ouvert
- Cathode : E_{0c} et i_c
- Anode : E_{0a} et i_a

Circuit fermé
- Passage des électrons de l'anode vers la cathode.
- Apparition d'une densité de courant entre l'anode et la cathode (i).
- Diminution de la ddp entre les électrodes.



Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot

Loi de Tafel



Pente des droites

$$\eta = \beta \cdot log(\frac{i}{i_0})$$

η : surtension
β : pente de la courbe
i_0 : courant d'échange

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot

Exercice

EXERCICE 8-7

Un réservoir de stockage d'une solution non aérée de **$ZnCl_2$** est fabriqué en acier revêtu intérieurement d'une couche de zinc de 2 mm d'épaisseur. Les réactions de polarisation sont caractérisées par les paramètres de Tafel suivants:

RÉACTION	E_0 (à 10^{-9} A/cm²)	η (V/décade*)
Cathodique $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0,0	-0,1
Anodique $Zn \rightarrow Zn^{++} + 2e^-$	-0,84	+0,04

* Une décade correspond à l'intervalle entre 10^x et 10^{x+1}

a) Après avoir tracé, sur papier semi-logarithmique, les courbes de polarisation anodique et cathodique, donnez la valeur de la densité de courant de corrosion (en µA/cm²) et le potentiel absolu du zinc (en V).

b) Au bout de combien de temps (en jours) le revêtement de zinc sera complètement corrodé?

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



Plan

- Introduction

- Corrosion des métaux
  - Aspects électrochimiques
  - Vitesse de corrosion
  - Passivité
  - Formes de corrosion
  - Prévention de la corrosion

- Corrosion des matériaux céramiques

- Dégradation des polymères
  - Gonflement et dissolution
  - Rupture de liaisons



MEC-200

Passivation

- Cas des métaux dont la vitesse de corrosion baisse et devient moins de 10^{-3} mm/an.

- Ex. si nous mettons de l'acier dans acide nitrique concentré il ne se corrode pas, une pellicule se dépose à sa surface.

- Principaux métaux passivables
  - Aciers inox;
  - Alliages de nickel-chrome : inconel;
  - Alliages de cobalt-chrome : stellite;
  - Titane et ses alliages.

Corrosion des alliages passivables

État actif (de E_a à E_F)

$$M \rightarrow M^{n+} + ne^-$$

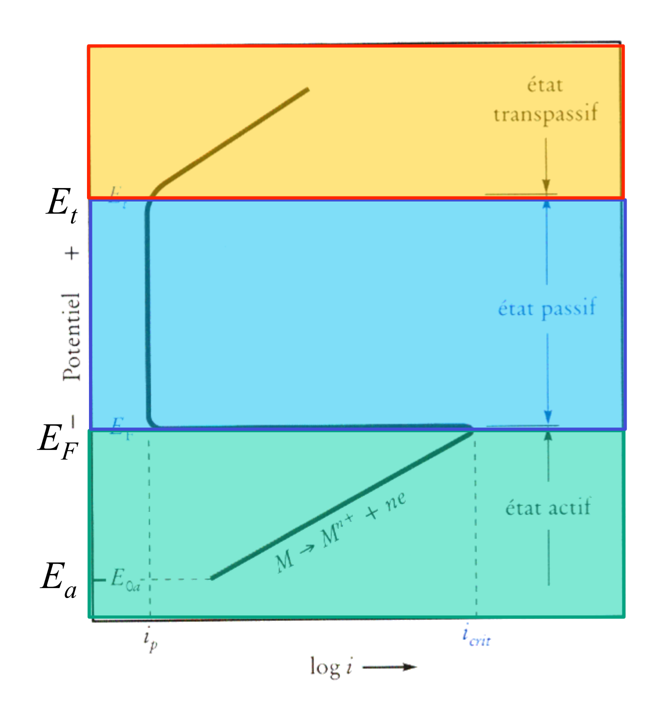
Quand $i = i_{crit}$ => formation de la couche passivation.

État passif (de E_F à E_t)

Le courant de corrosion i_p est très faible => vitesse de corrosion nulle.

État transpassif (après E_t)

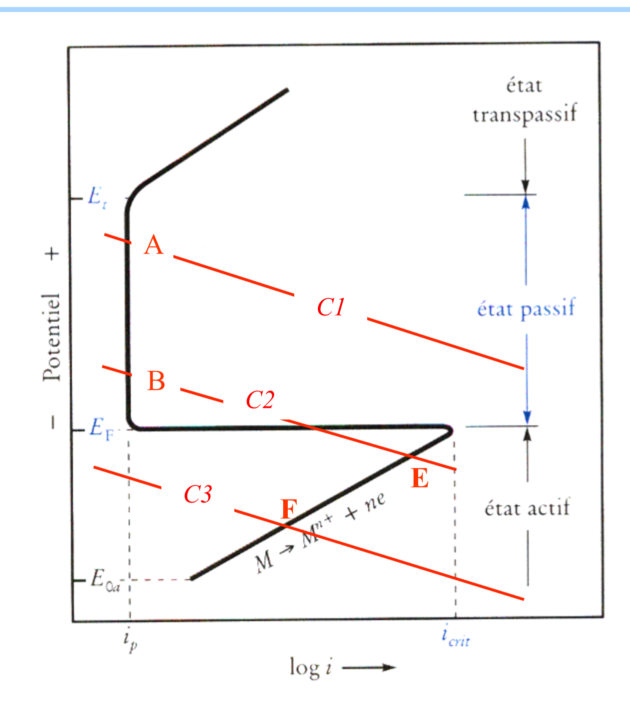
Le film passif se rompt et la vitesse de corrosion augmente => oxydation du métal.



Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



Corrosion des alliages passivables



Pouvoir oxydant de C1> C2 > C3

1 – Le métal est protégé par sa couche de passivation => faible corrosion (i_p).

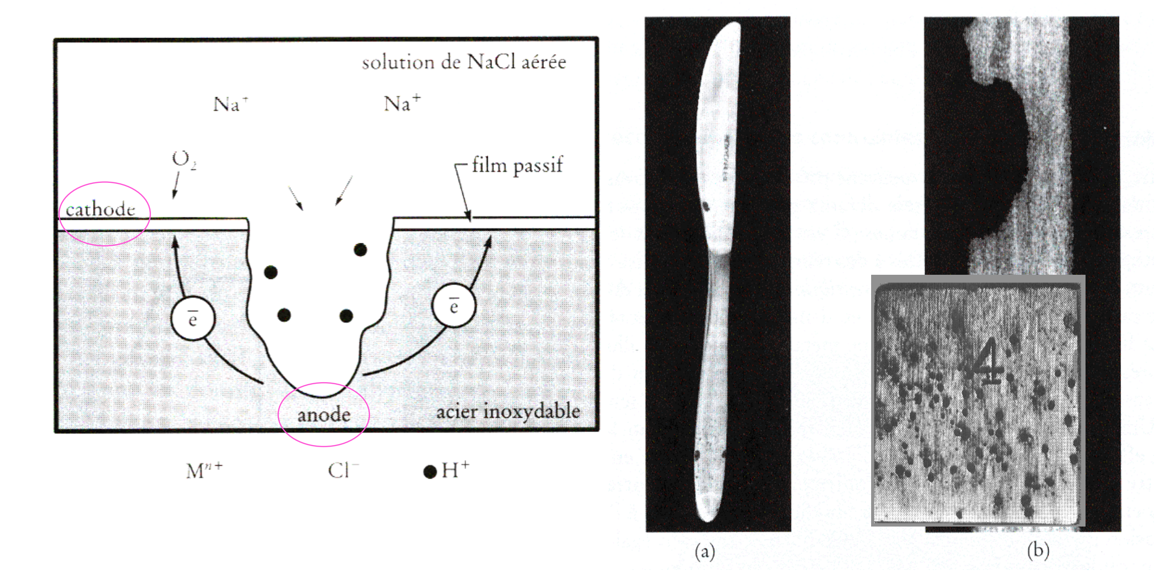
2 – Point de fonctionnement B cependant si apparition d'une égratignure => rupture de film passif et corrosion (point E) => i_{corr} élevé => corrosion rapide et très localisée (corrosion par piqûre).

3 – Dans le domaine actif => corrosion uniforme du métal.

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot


MEC-200

Mécanisme de piqûre



$$M^{n+} + nH_2O + Cl \rightarrow M(OH)n + nH^+ + Cl^-$$

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot


MEC-200

Plan

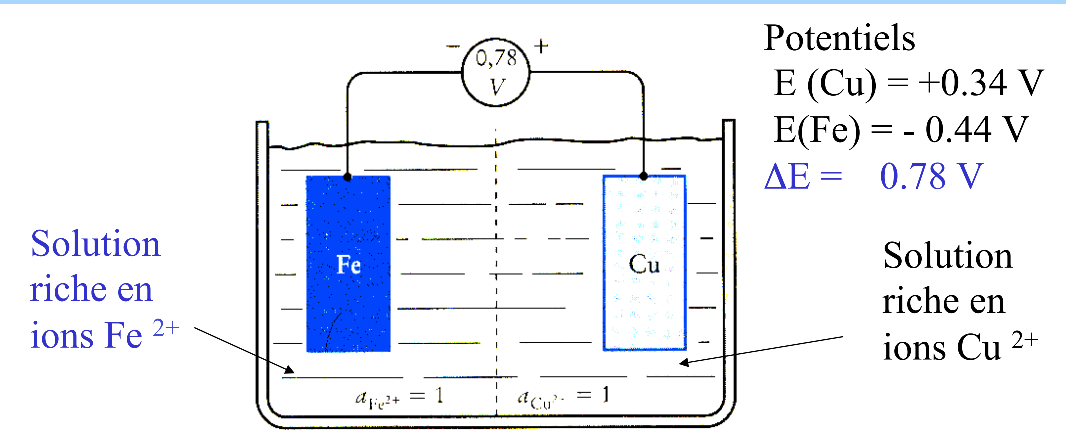
- Introduction
- Corrosion des métaux
  - Aspects électrochimiques
  - Vitesse de corrosion
  - Passivité
  - Formes de corrosion
  - Prévention de la corrosion
- Corrosion des matériaux céramiques
- Dégradation des polymères
  - Gonflement et dissolution
  - Rupture de liaisons



MEC-200

Corrosion galvanique :

cellule électrochimique de Fe et Cu



Circuit ouvert: pas de corrosion. Réactions d'oxydo-réduction réversibles

déplacement d'e^- du fer (E = -0.44 v) au Cu (E =+0.34v)

Circuit fermé Corrosion du fer (anode) Fe -----> 2e+ Fe^{2+}

Dépôt du cuivre à la cathode: Cu^{2+} +2e----> Cu



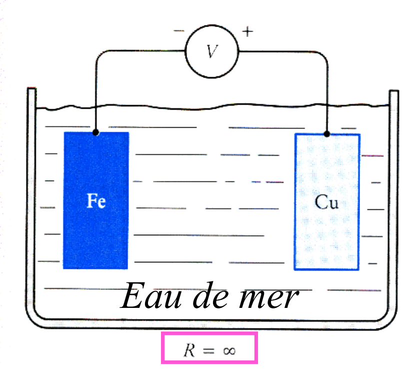
MEC-200

Corrosion galvanique

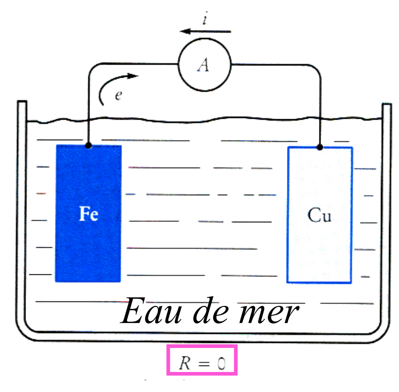
Corrosion accélérée par la mise en contact de deux systèmes ayant des potentiels d'équilibre différents. On appelle aussi ce phénomène l'effet pile!

Que se passe-t-il lorsque les deux métaux sont électriquement couplés:

- 1 réaction anodique est favorisée
- 1 réaction cathodique est favorisée

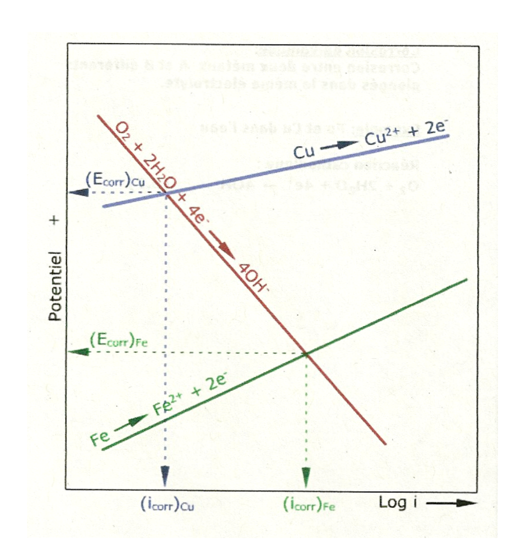


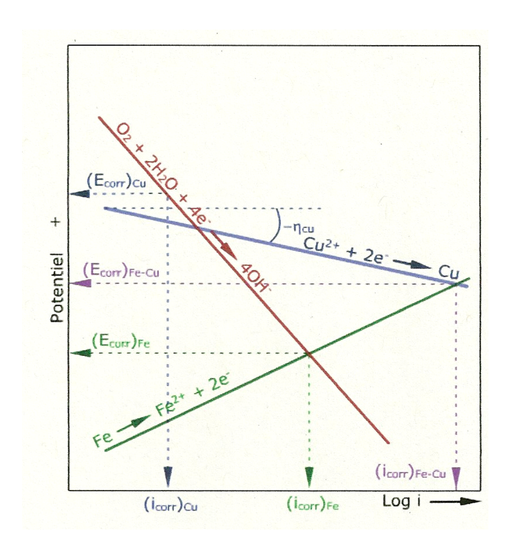
Fe et Cu se corrodent indépendamment l'un de l'autre



Corrosion du fer

Courbes de polarisation



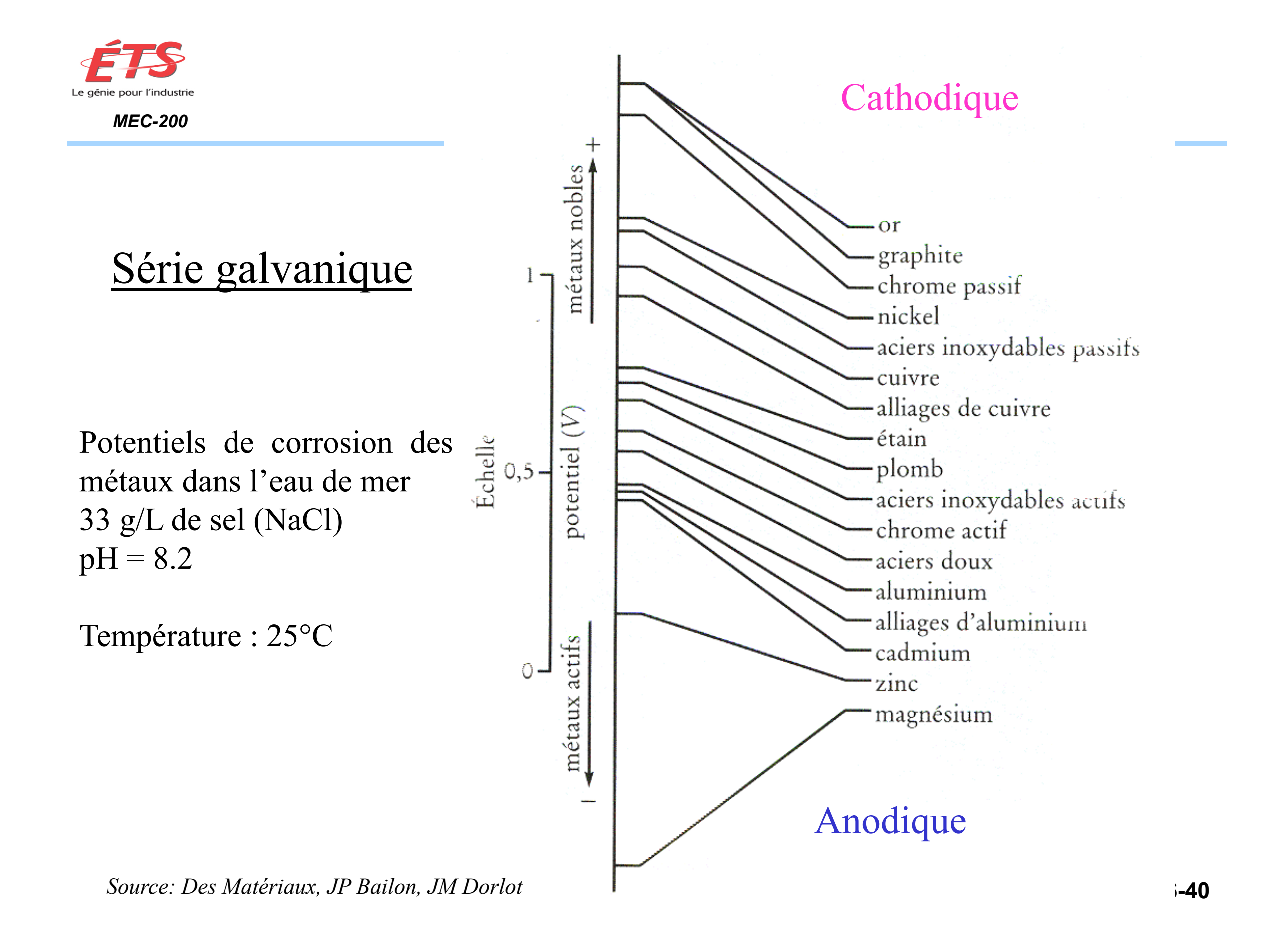


Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot

Série galvanique

Potentiels de corrosion des métaux dans l'eau de mer
33 g/L de sel (NaCl)
pH = 8.2

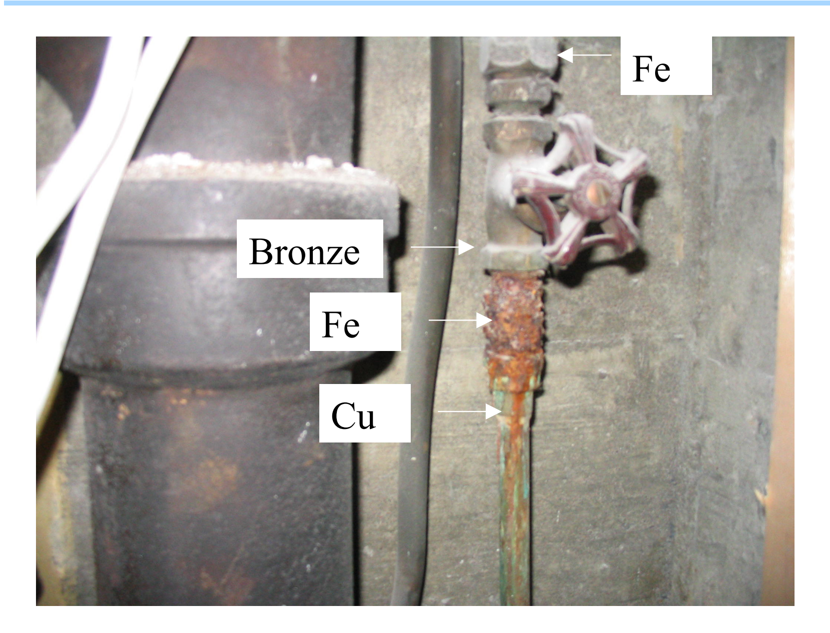
Température : 25°C



Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



Exemple de corrosion



Accouplement Fe/Cu/Bronze sur un tuyau d'eau chaude domestique.



Choix des dimensions des électrodes en cas de corrosion galvanique

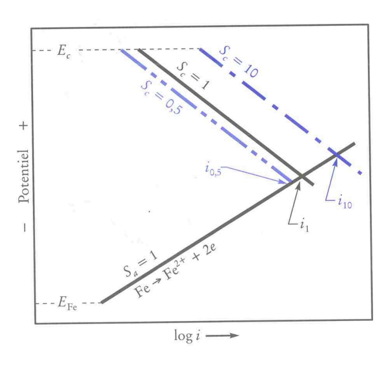


Figure 8.14 Modification du diagramme potentiel-intensité du couple Fe–Cu quand les rapports S_c/S_a sont de 0,5, 1 et 10. Les courants de corrosion du fer s'établissent alors respectivement à $i_{0,5}$, i_1 et i_{10}.

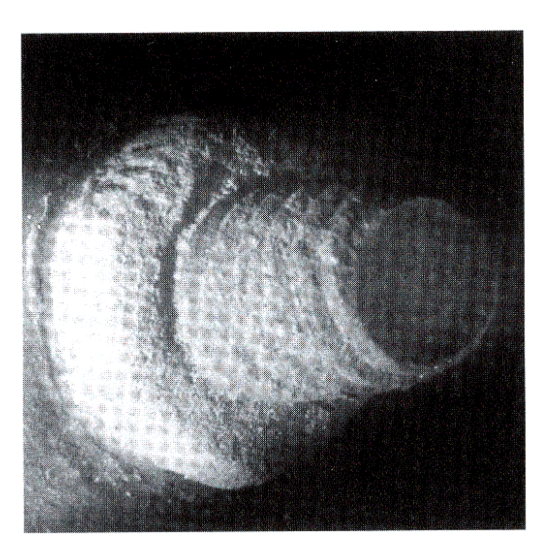
Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



Choix des dimensions des électrodes en cas de corrosion galvanique

Boulon : Al

Tôle : acier inox.



Al : anode
Inox : cathode

Figure 8.15 Boulon et écrou en aluminium ayant servi à fixer une tôle d'acier inoxydable, après deux ans et demi de service.



Autres formes de corrosion

Conditions pouvant créer la formation de système ayant des potentiels différents (piles) :

- métaux différents en contacts;
- différence de concentration d'ions;
- hétérogénéité métallurgique;
- revêtement.



MEC-200

Cas des alliages monophasés et alliages polyphasés

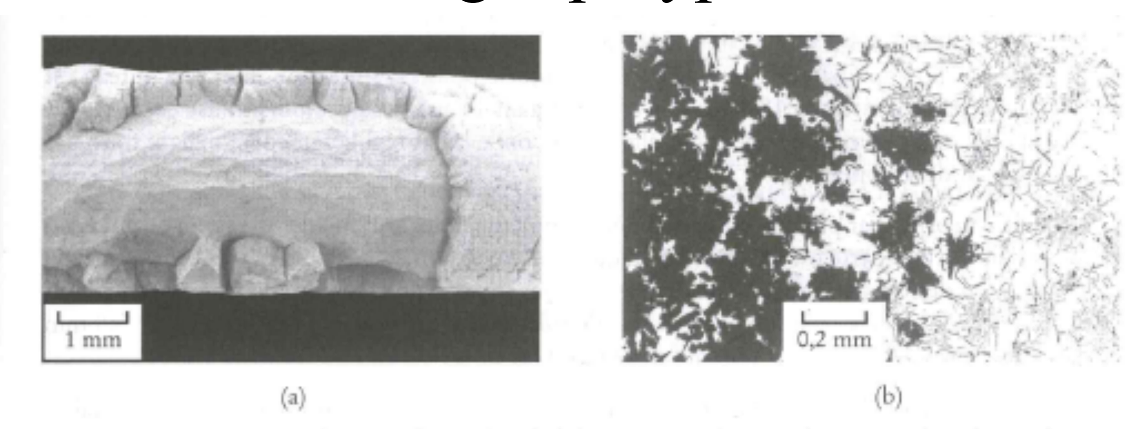


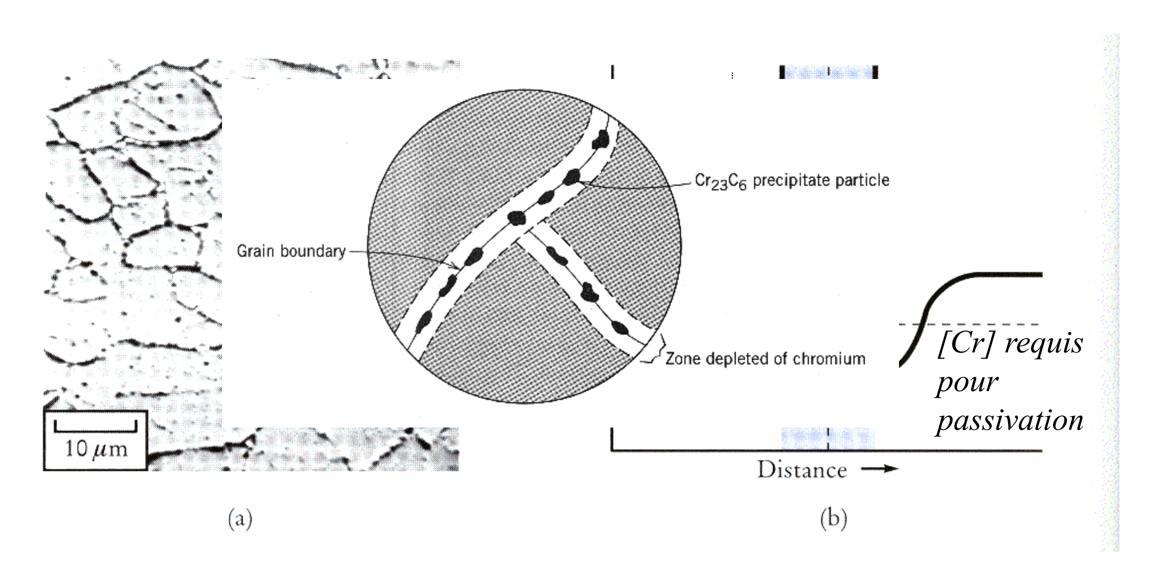
Figure 8.16 a) Dézincification d'une tige de laiton ayant séjourné douze ans dans l'eau ; la couche de surface est devenue poreuse et friable. b) Corrosion graphitique d'une fonte à graphite lamellaire. Dans la zone corrodée, la matrice perlitique a complètement disparu ; il ne reste que le réseau de graphite lamellaire.

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



MEC-200

Carbure de chrome sur acier inox



Ségrégation du Cr-C due à la mise en forme de l'acier inox.

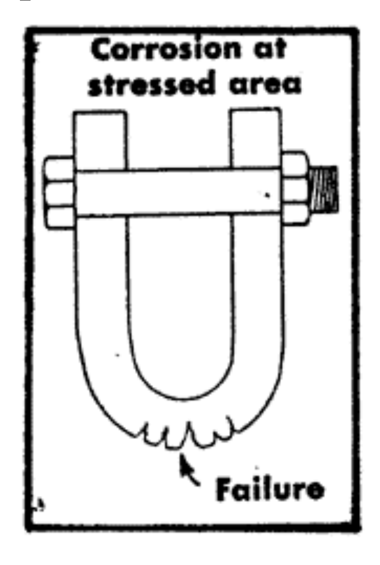
Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



MEC-200

Effet de contraintes

- Environnement corrosif + contraintes mécaniques
- Contraintes peuvent être faibles (résiduelles)





MEC-200

Effet de contraintes

Clou dans de la gélatine contenant 3% de NaCl



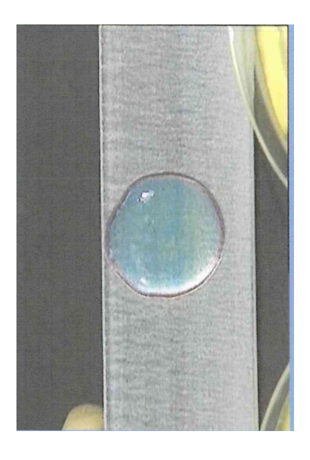
Phenolphtaleine detecte les ions OH et vire ou rouge fuchsia
Ferrocyanure de potassium détecte les ions Fe2+ et vire au bleu-vert

$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^{-} \qquad O_2 + 2H_2O + 4e^{-} \rightarrow 4(OH)^{-}$$

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



Effet de concentration de O_2



Phenolphtaleine detecte les ions OH et vire ou rouge fuchsia
Ferrocyanure de potassium détecte les ions Fe2+ et vire au bleu-vert

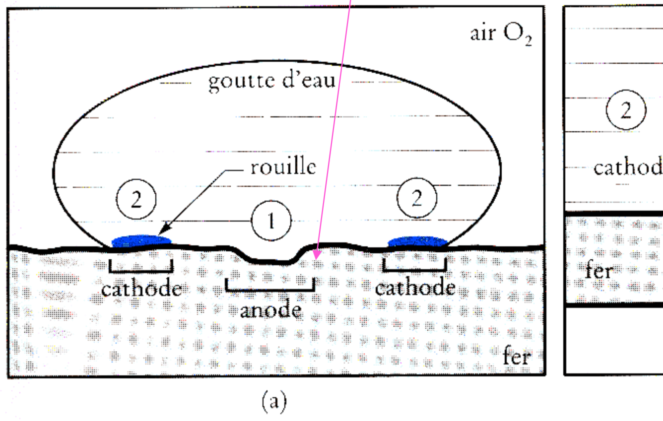
$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^{-} \qquad O_2 + 2H_2O + 4e^{-} \rightarrow 4(OH)^{-}$$

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



Effet de crevasse

Concentration en O_2 faible



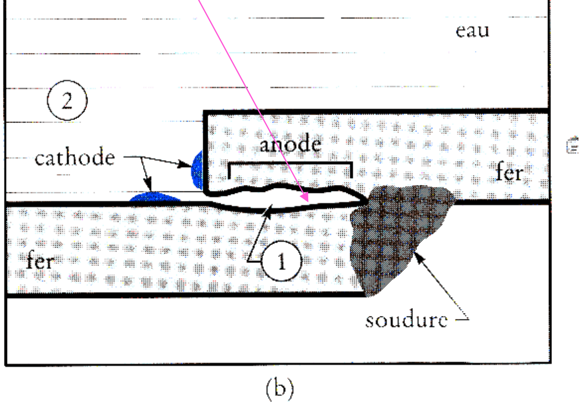


Figure 8.26 Corrosion due à une pile de concentration : a) corrosion sous une goutte d'eau ; b) corrosion caverneuse à l'interstice d'un assemblage. Aux points 1, la concentration en oxygène est inférieure à celle qu'on rencontre aux points 2 ; il y a création de zones anodiques et cathodiques et formation de rouille.

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot

Milieu basique ou neutre + O_2

Réaction anodique

$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^{-}$$

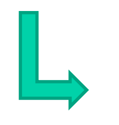
Réaction cathodique

$$O_2 + 2H_2O + 4e^{-} \rightarrow 4(OH)^{-}$$

Réaction globale $2Fe + O_2 + 2H_2O \rightarrow 2Fe(OH)_2$

Hydroxyde ferreux (instable)

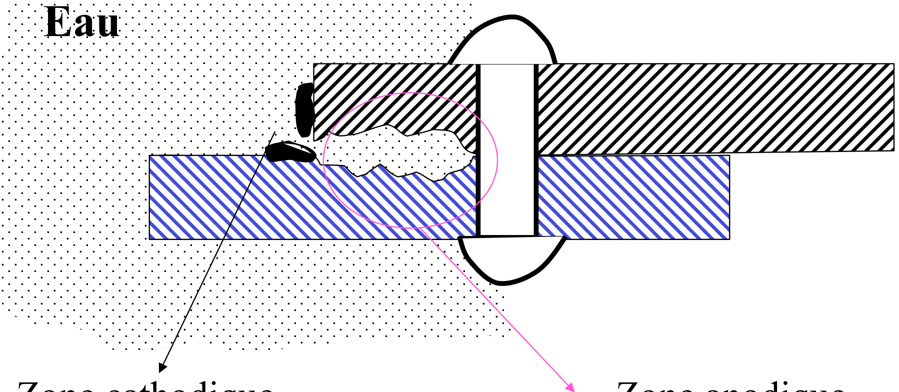
$$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^{-}$$



$$2Fe(OH)_2 + H_2O + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow 2Fe(OH)_3$$

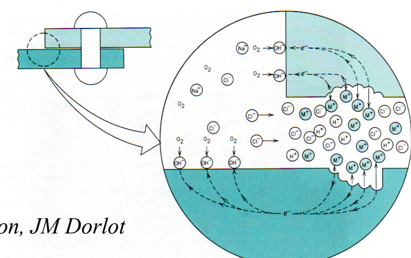
Formation d'hydroxyde ferrique (= rouille)

Effet de crevasse



Zone cathodique
Concentration en O_2 élevée

Zone anodique
Concentration en O_2 faible



Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



Corrosion par courant vagabond

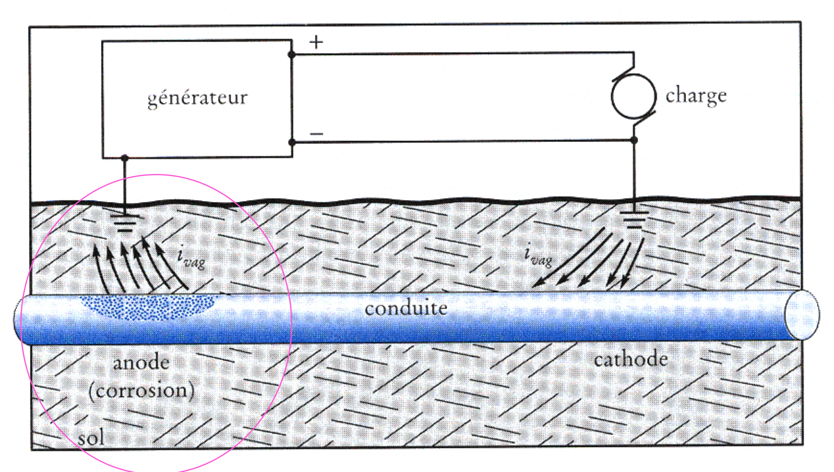
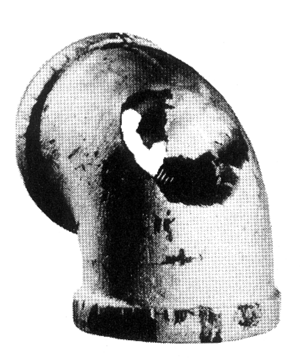


Figure 8.37 Principe de la corrosion par courants vagabonds, i_{vag} : une partie du courant retourne au générateur par la terre et par le tuyau.

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



Corrosion et érosion



Source: Science et Génie des Matériaux W.D. Callister



MEC-200

Influence du milieu

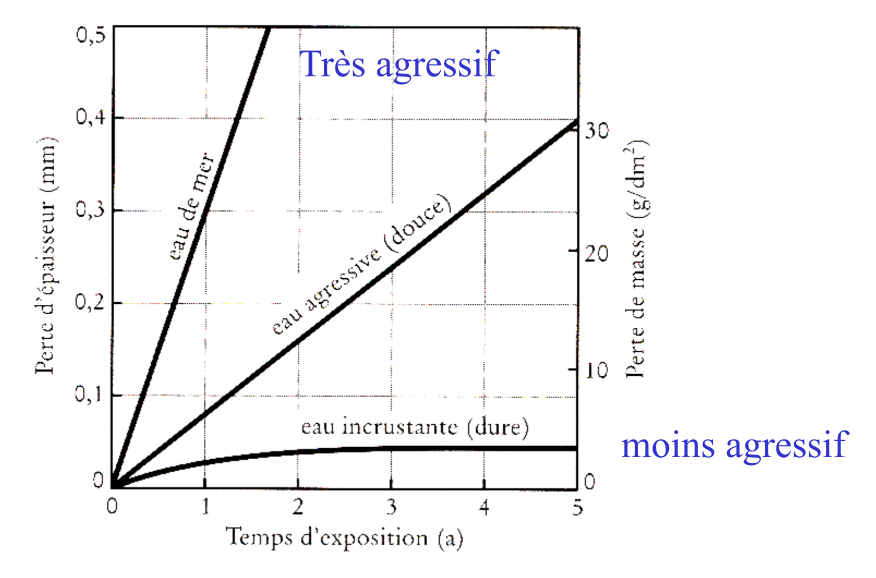


Figure 8.32 Corrosion de l'acier doux (0,2 % C), en fonction de la durée d'exposition années) : dans l'eau de mer, dans une eau agressive et dans une eau incrustante.

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



MEC-200

Corrosion et tenue en fatigue

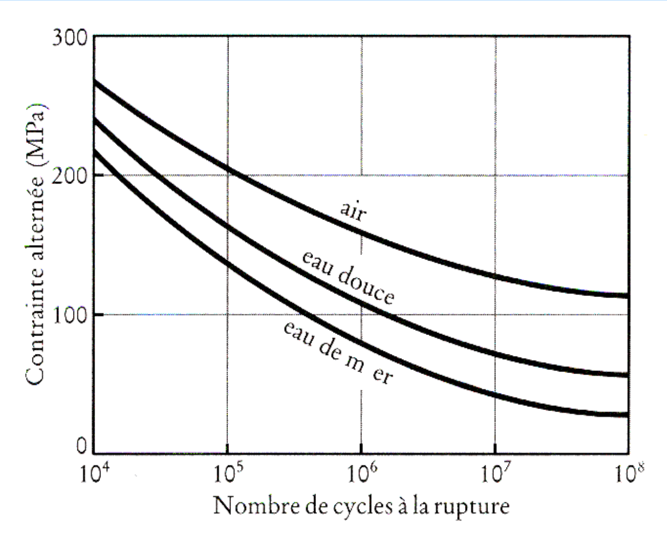


Figure 8.34 Courbes de fatigue-endurance de l'aluminium 2024 : dans l'air, dans l'eau douce et dans l'eau de mer.

La corrosion abaisse la limite d'endurance à la fatigue

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot

ÉTS
Le génie pour l'industrie
MEC-200

Plan

- Introduction
- Corrosion des métaux
  - Aspects électrochimiques
  - Vitesse de corrosion
  - Passivité
  - Formes de corrosion
  - Prévention de la corrosion
- Corrosion des matériaux céramiques
- Dégradation des polymères
  - Gonflement et dissolution
  - Rupture de liaisons



MEC-200

Lutte contre la corrosion

- Actions sur le milieu
  - Éliminer O_2 dissout
  - Éliminer Cl^-
  - Inhibiteurs de corrosion : réduire corrosivité du milieu
- Action sur la pièce
  - Design
  - Choix des matériaux
- Revêtement des électrodes
- Protection électrochimique
  - Anode sacrificielle
  - Courant imposé



Protection par revêtement

- Revêtements non métalliques : *continues et adhérentes.*
  (contiennent souvent des poudres de Zn ou Al qui agissent comme anodes)
  - Peintures
  - Polymères, plastiques
  - Goudrons ou bitume *(structures enfouies)*
- Revêtements métalliques
  - Anodiques : Zn sur Fe (galvanisation)
  - Cathodiques : Sn, Ni, Cr, .., sur Fe
- Modifications de la surface par voie chimique
  - Aciers : Phosphatation *(formation d'une couche de phosphate de fer, protectrice, à la surface de l'acier lorsqu'il est trempé dans l'acide phosphorique)*
  - Aluminium : oxydation anodique (Al_2O_3) : anodisation



Protection cathodique par anode sacrificielle

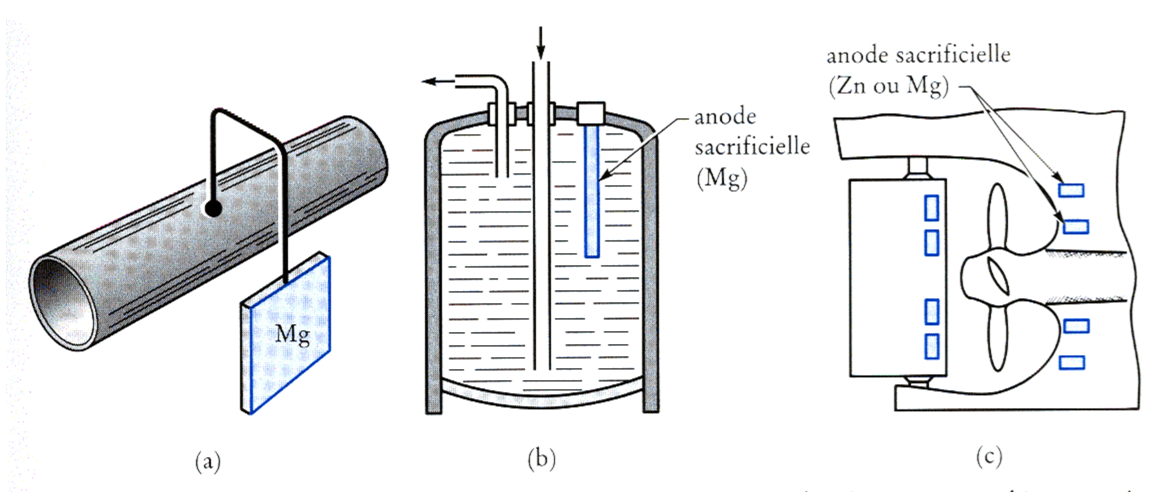


Figure 8.40 Protection cathodique par anode sacrificielle : a) canalisation enterrée ; b) réservoir d'eau ; c) carène d'un bateau : corrosion due au couple acier (coque)-bronze (hélice).

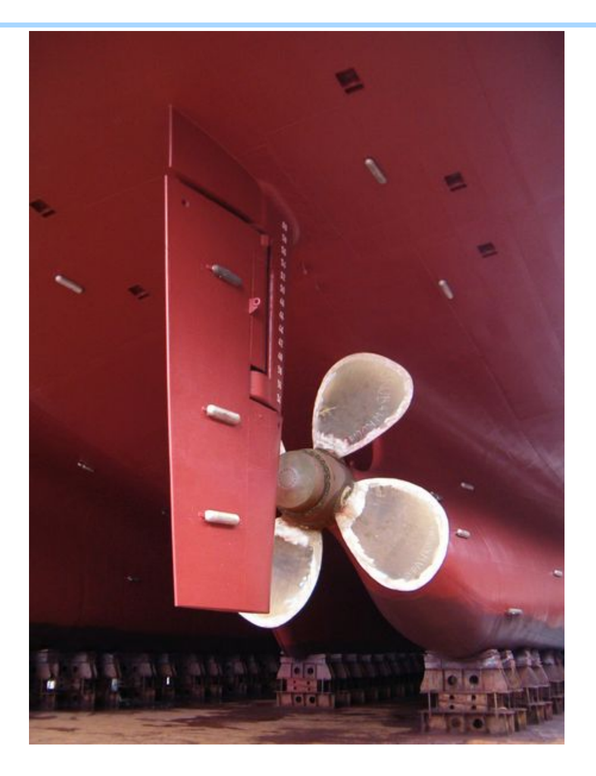
Protection cathodique : fournir au métal à protéger des électrons d'une source extérieure.
Ce métal devient une cathode : $M^{n+} + ne \longrightarrow M$ (réaction inverse)

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



MEC-200

Anode sacrificielle





MEC-200

Protection par revêtement: galvanisation

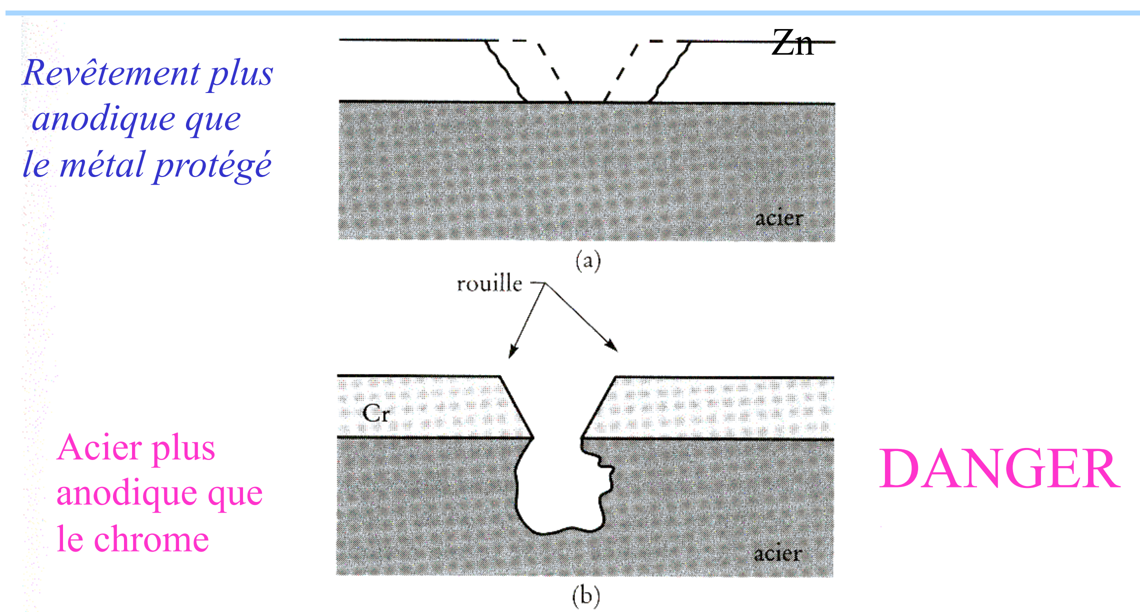


Figure 8.44 Représentation schématique de la corrosion au niveau d'une discontinuité dans un revêtement métallique. a) Revêtement de zinc sur de l'acier ; le zinc, anodique, se corrode. b) Revêtement de chrome sur de l'acier ; l'acier se corrode.

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



Protection par passivation
(Ti, Nb, Ta, Cr, Ni, Co)

- Protection par développement d'une couche protectrice
- Le métal devient passif suite à la formation d'une couche protectrice (d'ions ou d'oxydes)
- Rapport de courant $$\frac{i_{actif}}{i_{passif}} \approx 5 \cdot 10^4$$
- Principaux métaux passivables :
  - Aciers inox;
  - Alliages de nickel-chrome : inconel;
  - Alliages de cobalt-chrome : stellite;
  - Titane et ses alliages.

Lire section 8.1.4 page 820 (mise en évidence et mécanismes)



Design des assemblages et corrosion

- Avant de trouver les solutions,
- Choisir des bons matériaux, aucun matériau n'est parfait,
- Eviter les couples galvaniques.


MEC-200

Design des assemblages et corrosion

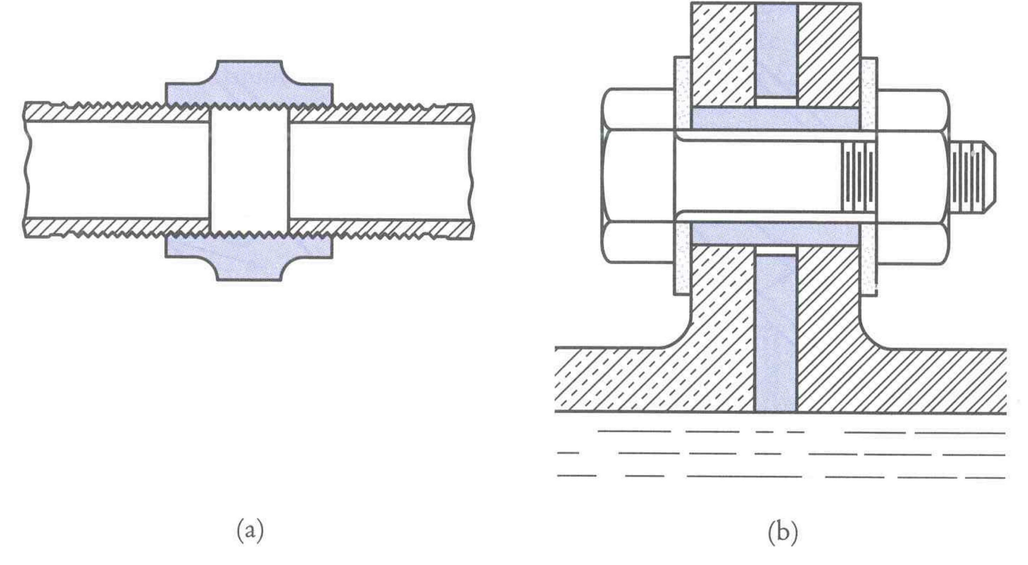


Figure 8.48 a) Utilisation d'un raccord isolant électrique pour assembler un tube de cuivre et un tube d'acier. b) Isolation électrique de deux pièces, l'une en acier, l'autre en bronze, par des rondelles de polymères.

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot


MEC-200

Design des assemblages et corrosion

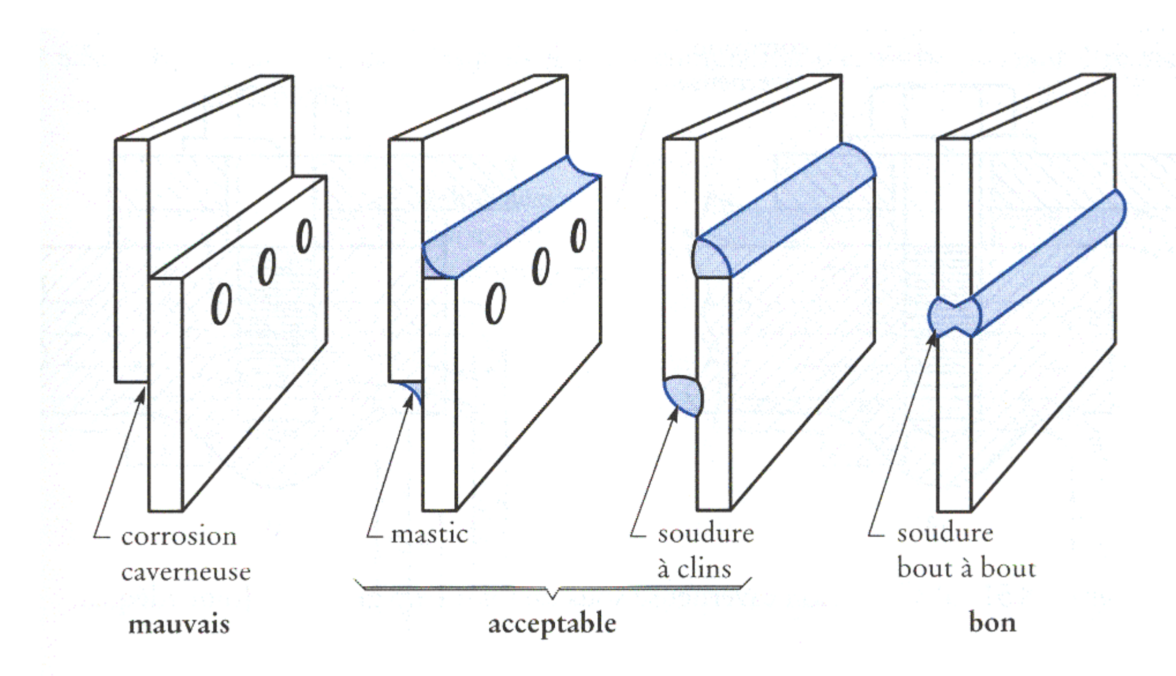


Figure 8.49 Assemblage de tôles.



MEC-200

Corrosion des assemblages boulonnés

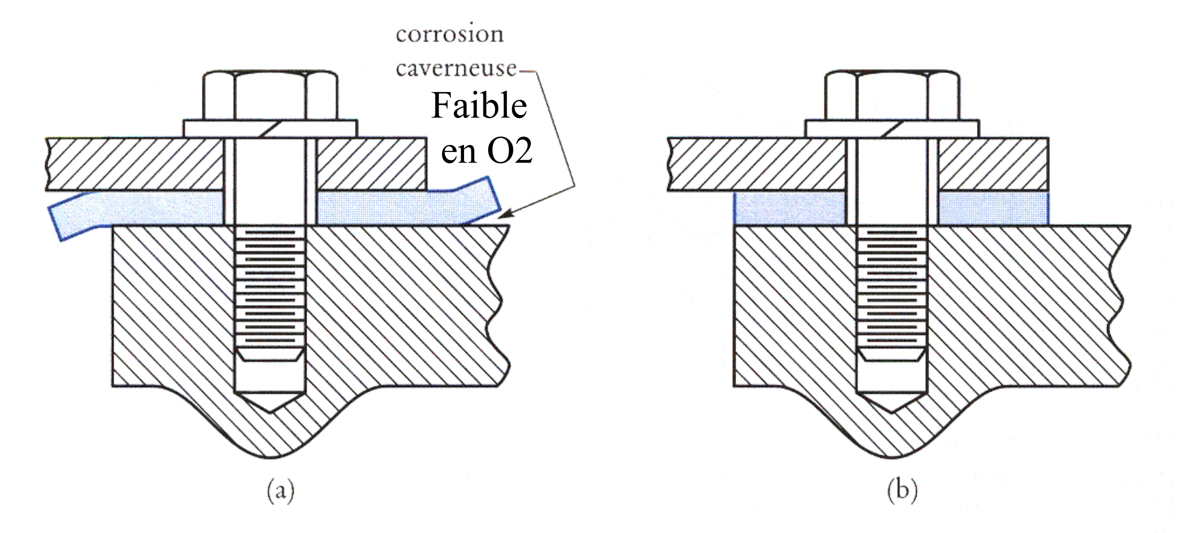


Figure 8.51 a) Corrosion caverneuse sous un joint trop grand. b) Joint adéquat.

Source: Des Matériaux, JP Bailon, JM Dorlot



MEC-200

Design des réservoirs et corrosion

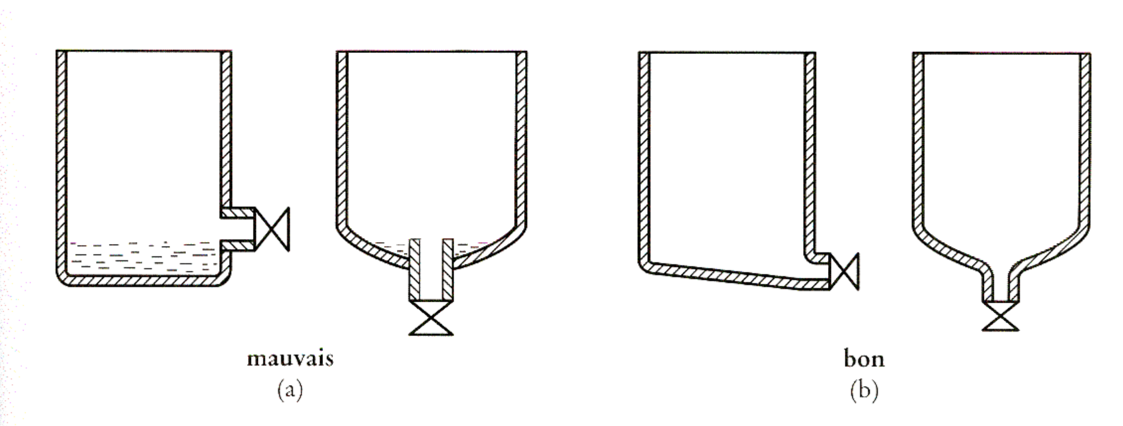


Figure 8.52 Réservoirs : a) dans lesquels il y a accumulation d'eau ; b) pouvant être vidangés complètement.


MEC-200

Design des coudes et corrosion

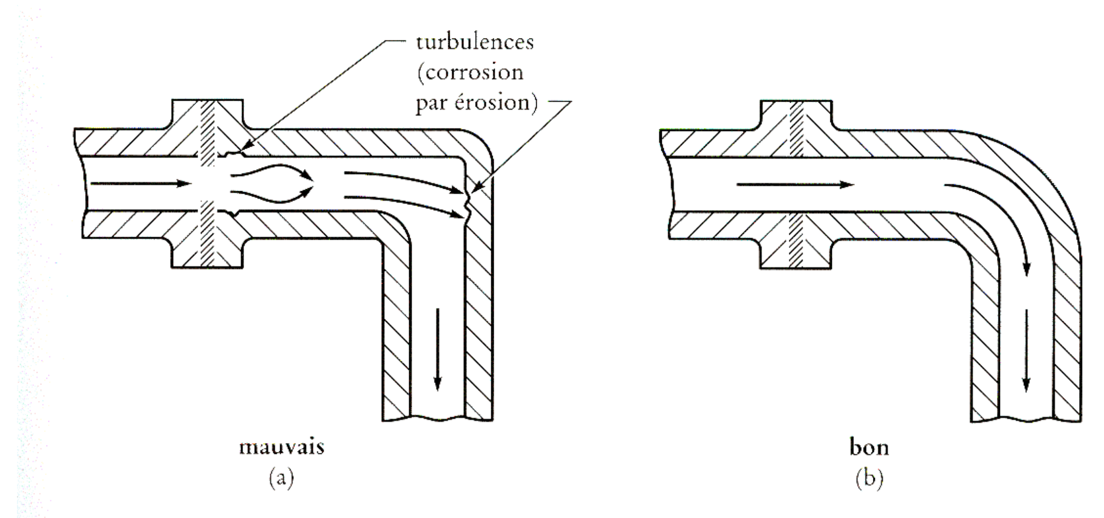


Figure 8.53 a) Un joint trop petit et un changement brusque de direction créent des turbulences qui peuvent entraîner de la corrosion par érosion. b) Joint et coude permettant d'éviter la corrosion par érosion.


MEC-200

Plan

- **Corrosion des métaux**
  - Aspects électrochimiques
  - Vitesse de corrosion
  - Passivité
  - Formes de corrosion
  - Prévention de la corrosion
- **Corrosion des matériaux céramiques**
- Dégradation des polymères
  - Gonflement et dissolution
  - Rupture de liaisons



MEC-200

Dégradation des céramiques

- Liaison covalente/ionique forte
- Types
  - Oxydes : Al_2O_3, SiO_2, Fe_2O_3 (rouille)
  - Carbures : WC-Co, SiC, B_4C, Fe_3C
  - Nitrures : BN, AlN

- Déjà oxydés ----> STABLES

$4\,Al + 3\,O_2 \text{ -----> } 2\,Al_2O_3$

$4\,Fe + 3O_2 \text{ ----> } 2\,Fe_2O_3$



MEC-200

Dégradation des céramiques

- La réduction des céramiques donne encore des céramiques.
- $S_iO_2 + N_2 \text{ ----HT---> } S_{i3}N_4 + NO/NO_2$
- $S_iO_2 + C \text{ ----HT ---> } S_iC + CO/CO_2$

- Nitrures résistent à la nitruration.

  $Si_3N_4 + N_2 \text{ ----HT---> rien}$

  $AlN + N_2 \text{ ----HT---> rien}$

Carbures résistent à la carburation.

$S_iC + C \text{ ----HT---> rien}$



MEC-200

Plan

- Corrosion des métaux
  - Aspects électrochimiques
  - Vitesse de corrosion
  - **Passivité**
  - Formes de corrosion
  - Prévention de la corrosion
- Corrosion des matériaux céramiques
- **Dégradation des polymères**
  - Gonflement et dissolution
  - Rupture de liaisons



MEC-200

Dégradation des polymères

- Absorbe le solvant et se gonflent.
- Les molécules du soluté s'installent entre les molécules des polymères et les forcent à s'écarter. ---> Affaiblissement des liaisons de Van der Walls --> Matériaux devient mous.
- Rupture des liaisons : scission
- Dégradation sous rayons ultra-violet
- Altère la structure moléculaire. Ces rayonnements pénètrent dans les polymères et interagissent avec les atomes.
  - Polyéthylène + T élevée + O2 devient fragile.
  - Polychlorure de vinyle + T élevée acquiert un coloration et perd son intégrité.
- Chaleur
  - Rupture des liaisons à T° élevée et déclenchement des réactions chimiques --> perte de masse des polymères.
  - Plus la liaison est forte, meilleure est la stabilité thermique.



*** À retenir aujourd'hui ***

1. Les matériaux sont anode ou cathode.
2. Il faut prendre en compte les risques de corrosion des métaux lors de la conception.
3. Courbes de polarisation.
4. Il existe trois types de milieux propices à la corrosion.
5. La loi de Faraday permet de calculer la vitesse de corrosion.
6. Attention au couple galvanique!!!!!